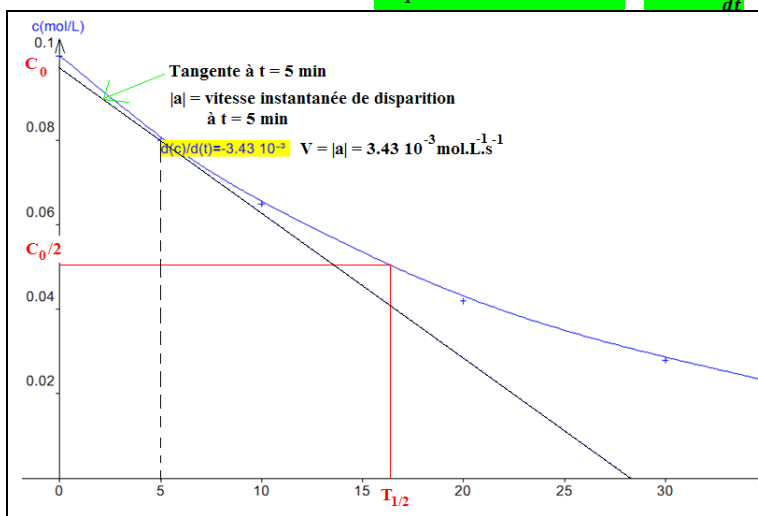


Cinétique des réactions chimiques

1. La vitesse des réactions chimiques.

- ♦ Vitesse instantanée de formation d'un produit : $v = \frac{dC}{dt}$ où C est la concentration du produit.
- ♦ Vitesse instantanée de disparition d'un réactif : $v = -\frac{dC}{dt}$ où C est la concentration du réactif.



- ♦ On peut connaître la valeur de la dérivée d'une courbe en un point en traçant la tangente à la courbe et en déterminant son coefficient directeur. On a donc $v = |a|$.
- ♦ Temps de demi-réaction, $t_{1/2}$: Il s'agit de la durée au bout de laquelle la concentration initiale du réactif étudié a été divisé par deux. On peut le lire sur la courbe $C = f(t)$.

- ♦ Soit une réaction $aA + bB = cC + dD$
- ♦ La vitesse instantanée de réaction est définie à partir des vitesses instantanées de disparitions des réactifs ou d'apparition des produits et des coefficients stœchiométriques : $v_R = \frac{1}{a} V_A = \frac{1}{b} V_B = \frac{1}{c} V_C = \frac{1}{d} V_D$
- ♦ La vitesse moyenne de formation d'un produit ou de disparition d'un réactif entre les instants t_1 et t_2 est définie par : $v_{\text{moy}} = \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1}$

2. Ordre de réaction.

- ♦ On peut toujours exprimer sa vitesse sous la forme : $V = k [A]^p [B]^q$ où A et B sont les réactifs.
- ♦ k est la constante de vitesse.
- ♦ P et q sont les ordres partiels. $p+q$ est l'ordre global de réaction.

Etude de réactions d'ordre 0 et 1 par rapport au réactif A pour lesquelles $q=0$.

Pour une réaction de type $A \rightarrow B + D$ (un seul réactif dont le coefficient stœchiométrique vaut 1) ou une réaction qui peut y être assimilée (exemple : présence d'un second réactif n'intervenant pas dans la cinétique).

On note c la concentration du réactif A.

Ordre	Comment le montrer ?	Expression de la concentration au cours du temps	k et $t_{1/2}$
0 $v = k$ $v = -\frac{dc}{dt}$	La courbe $C = f(t)$ est une droite (décroissante) $k = a $ et s'exprime en $\text{mol.L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$	$\frac{dc}{dt} = -k$ En prenant la primitive : $C(t) = -k \cdot t + C_0$	$k = a $ de la droite $C = f(t)$ $t_{1/2} = \frac{C_0}{2k}$
1 $v = k \cdot c$ $v = -\frac{dc}{dt}$	La courbe $\ln(C) = f(t)$ est une droite (décroissante où les valeurs de $\ln(C)$ sont généralement négatives). $k = a $ et s'exprime en s^{-1}	Equation différentielle : $\frac{dc}{dt} = -kc$ $C(t) = C_0 e^{-kt}$	$k = a $ de la droite $\ln(C) = f(t)$ $t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$

L'unité de k peut varier en fonction des données.

3. Catalyse

- ♦ Catalyseur : Substance capable d'augmenter la vitesse de réaction sans apparaître dans l'équation bilan.
- ♦ Catalyse homogène : Il s'agit du cas où le catalyseur est dans le même état physique que les réactifs. (liquide, solide, gaz)
- ♦ Catalyse hétérogène : Le catalyseur est dans un état physique différent de celui des réactifs.
- ♦ Tout catalyseur d'une réaction directe est également catalyseur de la réaction inverse. Un catalyseur permet donc d'atteindre plus vite un état d'équilibre.
- ♦ Un catalyseur ne permet pas à une réaction d'avoir lieu si elle n'est pas thermodynamiquement possible.
- ♦ Un catalyseur diminue l'énergie d'activation d'une réaction.